

TD1 : De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique

1 Questions de cours

QC1 : Notation symbolique d'un noyau, isotopes

QC2 : Entités chimiques

QC3 : Solutions aqueuses

QC4 : États de la matière

QC5 : Schéma de Lewis

2 Tester les bases

TLB1 : L'air

1. Indiquer si l'air est un corps pur ou un mélange, en justifiant.
2. Rappeler l'ordre de grandeur de la valeur de sa masse volumique ρ_{air} .

TLB2 : Entités chimiques

Pour chacune des formules suivantes, indiquer si elle représente un atome, une molécule ou un ion. Si c'est un ion, indiquer s'il s'agit d'un anion ou d'un cation, d'un ion monoatomique ou d'un ion polyatomique.

Cu^{2+} , CO , F , HO^- , Fe^{2+} , H^+ , F^- , Cl_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, NH_3 , SO_4^{2-} , Co , Fe^{3+} , B , Au , NO_3^- .

TLB3 : Isotopes de l'uranium

Les notations conventionnelles des noyaux d'uranium 235 et 238 sont respectivement ${}^{235}_{92}\text{U}$ et ${}^{238}_{92}\text{U}$.

1. En déduire la composition de ces noyaux.
2. Justifier qu'on peut qualifier ces deux noyaux d'isotopes de l'uranium.

TLB4 : Ions monoatomiques

Déterminer la configuration électronique des atomes suivants, puis l'ion monoatomique qu'ils ont tendance à former : H , O , F , Cl , Na , Mg .

TLB5 : Quelques schémas de Lewis

Établir les schémas de Lewis de l'eau (CCINP2016,17,24, CCS2024), du dioxygène (CCINP 2016), du dioxyde de carbone (CCINP2017,22,24) et du chlorure d'hydrogène (HCl).

TLB6 : Glycémie à jeun

La concentration en glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) dans le sang, appelée glycémie, permet de diagnostiquer ou de surveiller un diabète.

Une glycémie normale est comprise entre 3,5 et 6,1 $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ à jeun. Une personne est diabétique si sa glycémie est supérieure à 7,0 $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ à jeun.

On rappelle les valeurs de certaines masses molaires atomiques :

$M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Calculer la masse molaire M du glucose.
2. Justifier la relation entre les concentrations en masse C_m et en quantité de matière C :

$$C = \frac{C_m}{M}.$$

3. L'analyse de sang d'un patient indique une glycémie à jeun $C_m = 0,96 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Déterminer si ce patient est diabétique.

3 Exercices

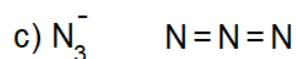
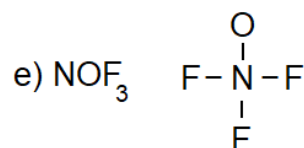
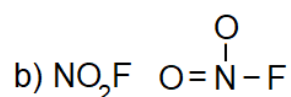
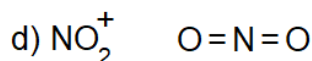
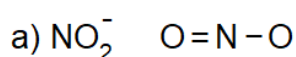
CAPACITÉ TRAVAILLÉE :

Établir un ou des schémas de Lewis pertinent(s) pour une molécule ou un ion constitué des éléments C, H, O et N.

Exercice 1 : Schémas de Lewis incomplets

Compléter les schémas de Lewis des composés ci-dessous, en faisant apparaître les éventuels doublets non liants et les charges formelles portées par les atomes.

Un atome de fluor (F) isolé possède 7 électrons de valence.



Exercice 2 : Quelques schémas de Lewis

Déterminer les schémas de Lewis des entités suivantes :

- le méthanol (CH_3OH) ;
- le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) (CCINP2016,25) ;
- le cyanure d'hydrogène (HCN) (CCS2024) ;
- l'ion hydrogénocarbonate (HCO_3^-) (CCINP2021) ;
- l'acide méthanoïque (HCOOH) (CCINP2018).

Exercice 3 : Chimie de l'azote

Le monoxyde d'azote a pour formule NO.

1. Justifier que l'oxygène et l'azote ne peuvent pas respecter simultanément la règle de l'octet dans cette molécule.

Il doit donc rester un électron célibataire dans le schéma de la molécule. On dit d'elle qu'il s'agit d'un **radical libre**, elle est extrêmement réactive.

2. Déterminer le schéma de Lewis du monoxyde d'azote.

Le monoxyde d'azote peut réagir suivant la réaction de dimérisation : $2\text{NO} = \text{N}_2\text{O}_2$.

3. Déterminer le schéma de Lewis du dioxyde de diazote N_2O_2 .

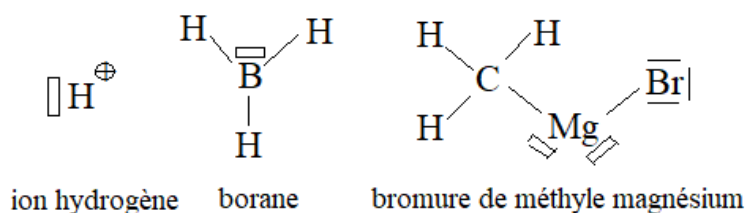
4. Déterminer le ou les schéma(s) de Lewis :

- du diazote N_2 ;
- du protoxyde d'azote N_2O (l'atome central est un atome d'azote) ;
- du dioxyde d'azote NO_2 (c'est un radical libre) ;
- du peroxyde d'azote N_2O_4 ;
- de l'ion amidure NH_2^- ;
- de l'ion nitrosonium NO^+ ;
- de l'ion nitronium NO_2^+ ;
- de l'ion nitrite NO_2^- ;
- de l'ion nitrate NO_3^- ;
- de l'ammoniac NH_3 ;
- de l'ion ammonium NH_4^+ ;
- de l'acide nitrique HNO_3 .

Exercice 4 : Lacune électronique et acide de Lewis (approfondissement)

Il est parfois impossible d'entourer les atomes d'un duet ou d'un octet d'électrons. Pour montrer un déficit de deux électrons de valence par rapport au duet ou à l'octet, on ajoute une lacune électronique, représentée par un rectangle vide sur les schémas de Lewis.

Un **acide de Lewis** est une entité chimique possédant une lacune électronique, la rendant susceptible d'accepter un doublet d'électrons pour former une liaison covalente :

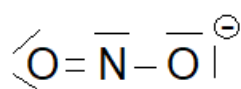


1. Déterminer les schémas de Lewis des atomes d'aluminium et de chlore. En déduire le schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'aluminium, dont la formule brute est AlCl_3 .
2. Justifier que le chlorure d'aluminium est un acide de Lewis.

Exercice 5 : Formes mésomères (approfondissement)

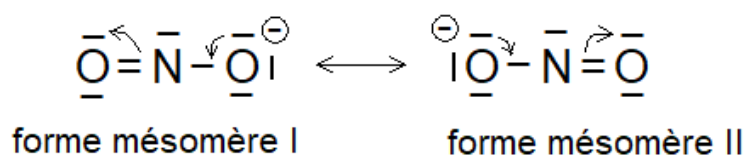
Une des limites (au sens de défaut) de la théorie de Lewis est qu'elle ne permet pas de rendre compte avec une formule unique des propriétés d'un certain nombre d'entités.

Considérons par exemple l'ion nitrite NO_2^- :



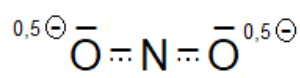
Le schéma de Lewis ci-dessus différencie les deux atomes d'oxygène : l'un est doublement lié à l'azote et l'autre simplement lié, mais porte une charge formelle négative. Par ailleurs, on conçoit que si deux atomes sont reliés par une double liaison, l'interaction étant plus forte, ces deux atomes sont plus rapprochés que dans le cas d'une liaison simple. Or, l'étude expérimentale de l'ion nitrite montre que les deux distances azote-oxygène sont égales. Cet exemple nous montre l'insuffisance d'une formule unique de Lewis.

On peut, en fait, écrire deux formules de Lewis, notées I et II, pour l'ion nitrite :



Les flèches courbes indiquent un transfert d'électrons permettant de passer d'une forme **mésomère** à l'autre. La théorie de la mésomérie précise que la formule de l'ion nitrite n'est ni I, ni II, mais un compromis entre I et II traduit ici par le symbole $\leftrightarrow$.

Dans cet exemple, les deux formes mésomères I et II ont le même poids, c'est-à-dire que la réalité se situe à mi-chemin entre I et II, ce qui peut se traduire par :



Il y a délocalisation de certains électrons (ceux de la double liaison) ce qui entraîne une délocalisation de la charge négative sur les deux atomes d'oxygène.

Aucune des formes mésomères n'a de réalité physique en soi. La moyenne dite **hybride de résonance** traduit mieux la réalité de la molécule. L'existence de la mésométrie entraîne une stabilisation de la structure correspondante, c'est-à-dire un abaissement de l'énergie : plus il existe de formes mésomères, plus la molécule réelle est stable.

1. L'ozone (O_3) est une molécule non cyclique. Préciser ses formes mésomères vérifiant l'octet.

2. Expérimentalement, quand on mesure les longueurs des liaisons, on trouve :

$d_{O-O} = 148 \text{ pm}$; $d_{O=O} = 121 \text{ pm}$; $d_{OO}(O_3) = 128 \text{ pm}$. Expliquer.

3. L'ion nitrate a pour formule NO_3^- . Préciser ses diverses formes mésomères et l'hybride de résonance associé à la molécule réelle.

Exercice 6 : Schémas de Lewis d'entités contenant du soufre (H.P.)

1. Le soufre appartient à la même colonne du tableau périodique que l'oxygène. Par analogie avec la molécule d'eau H_2O , proposer un schéma de Lewis pour H_2S .

2. Déterminer les formules de Lewis du dioxyde de soufre SO_2 , sous l'hypothèse que le soufre (S) vérifie la règle de l'octet.

Le soufre n'appartient pas à la deuxième ligne du tableau périodique. Il n'est donc pas soumis à la règle de l'octet et peut être **hypervalent**, c'est-à-dire former plus de 4 liaisons : c'est ce qu'on appelle l'**extension de l'octet**.

3. Déterminer une autre formule de Lewis du dioxyde de soufre, en utilisant l'extension de l'octet. Indiquer de combien d'électrons l'atome de soufre est entouré dans cette molécule.

On appelle oxoacides des composés dont les atomes d'hydrogène mobiles sont portés par des oxygènes. Le soufre présente plusieurs oxoacides dont H_2SO_3 (acide sulfureux) et H_2SO_4 (acide sulfurique).

4. Donner les formules de Lewis de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique, en utilisant l'extension de l'octet pour l'atome de soufre.

4 Résolution de problèmes

RP1 : Un verre d'eau

Évaluer l'ordre de grandeur du nombre de molécules d'eau dans un verre. Commenter.

Données :

- constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
- masses molaires : $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- contenance d'un verre : 25 cL.

RP2 : L'eau de la mer Morte

La mer Morte est très salée, à tel point qu'aucun poisson ne peut y vivre : on n'y fera pas de plongée pour les voir. En revanche, cette forte salinité (près de 10 fois supérieure à celle des autres mers) permet de flotter plus facilement qu'ailleurs.

On effectue les deux expériences suivantes :

▷ On prélève un échantillon de 100 mL d'eau de la mer Morte. En laboratoire, on chauffe afin de vaporiser l'eau et de ne conserver que le sel. On pèse le résidu solide : la balance affiche 27,5 g.

▷ On verse 200 mL d'eau distillée dans un erlenmeyer. On pèse 100 g de sel, qu'on verse progressivement dans l'erlenmeyer. À chaque ajout, on agite pour dissoudre le sel. On s'arrête de verser du sel lorsqu'on constate qu'il ne peut plus être dissous complètement : l'eau salée est saturée en sel. On pèse alors le sel restant, on trouve une masse de 30 g.

L'eau de la mer Morte est-elle saturée en sel ?